

**Департамент образования Ивановской области
Институт развития образования Ивановской области**

И.И. Дамрина, М.В. Шепелев

**ПУТЕШЕСТВИЕ В МИР ХИМИИ,
ИЛИ ПРОСТО О СЛОЖНОМ**

Учебное пособие

Иваново – 2016

УДК 372.854
ББК 74.262.4

Путешествие в мир химии, или просто о сложном: учебное пособие / И.И. Дамрина, М.В. Шепелев. – Иваново: ОГАУ ДПО «Институт развития образования Ивановской области», 2016 – 64 с.

Пособие содержит учебные материалы для организации подготовки учащихся общеобразовательных учреждений к изучению химии с использованием системно-деятельностного подхода и игровых технологий. Особенностью пособия является то, что изучаемый материал изложен в краткой и информативной форме, удобной для восприятия и последующего воспроизведения учащимися. В качестве заданий детям предлагаются не только стандартные примеры из школьного курса химии, но и кроссворды, ребусы, шарады и т.д. Этот материал, несомненно, окажет помощь учащимся в успешном освоении программы школьного курса химии, а учителям – в подготовке к проведению учебных занятий и качественному повышению мотивации учащихся к изучению предмета.

Рецензенты:

В.В. Кузнецов, доктор химических наук, профессор,
учитель химии высшей квалификационной категории
(ФГБОУ ВПО «Ивановский государственный химико-технологический университет»)

А.С. Вашурин, кандидат химических наук, старший научный сотрудник,
педагог дополнительного образования высшей квалификационной категории
(ФГБОУ ВПО «Ивановский государственный химико-технологический университет»)

Л.В. Нестерова, кандидат педагогических наук, доцент,
учитель химии высшей квалификационной категории
(Перемиловская МСОШ, д. Прилив, Шуйский район)

© Дамрина И.И., Шепелев М.В., 2016
© ОГАУ ДПО «Институт развития
образования Ивановской области»,
2016

ОГЛАВЛЕНИЕ

Предисловие.....	4
Введение.....	5
Глава 1. Основные классы соединений неорганической химии.....	13
1.1. Оксиды.....	13
1.2. Кислоты.....	20
1.3. Основания.....	24
1.4. Соли.....	27
1.5. Обобщение и закрепление изученного материала.....	29
Глава 2. Получение основных классов соединений неорганической химии.....	33
2.1. Получение оксидов.....	33
2.2. Получение кислот.....	35
2.3. Получение оснований.....	36
2.4. Получение солей.....	38
Глава 3. Химические свойства основных классов соединений неорганической химии.....	40
3.1. Химические свойства оксидов.....	40
3.2. Химические свойства кислот.....	42
3.3. Химические свойства оснований.....	45
3.4. Химические свойства солей.....	47
Глава 4. Применение основных классов соединений неорганической химии.....	49
4.1. Применение оксидов.....	49
4.2. Применение кислот.....	50
4.3. Применение оснований.....	50
4.4. Применение солей.....	51
4.5. Обобщение и закрепление изученного материала.....	52
Заключение.....	56
Правила техники безопасности на уроках химии.....	58
Примерные темы докладов и рефератов для учащихся.....	60
Ответы на некоторые задания.....	61
Библиография.....	63

ПРЕДИСЛОВИЕ



Привет! Я, Колбочка, пришла помочь тебе. Ведь ты не любишь химию, считаешь ее скучной, запутанной и неинтересной. А кто не хочет разговаривать с девчонкой, тот может общаться с моим братом Шпателем.

Короче говоря, мы пришли помочь не только тебе, но и всем желающим: твоим друзьям и даже родителям.

Только не надо так хмурить лоб, подойди к зеркалу и посмотри на себя.

Смешно, правда? Поэтому глубоко вздохни и улыбнись, у нас все получится. Мы освоим азы этой «противной» науки! Итак, вперед!

ВВЕДЕНИЕ

Начнем с главного – что такое химия? Позор! Разве ты не знаешь? Это наука, изучающая состав, строение и свойства веществ, а также процессы их превращения друг в друга. Вот об этом мы и будем говорить.

Я буду предлагать различные задания-шпаргалки, а Шпатель все время будет напоминать – «сделай», «не забудь», «вспомни» и т.д.

Конечно же, совсем забыла, прежде чем отправиться в мир веществ, надо хотя бы повторить некоторые важные моменты.

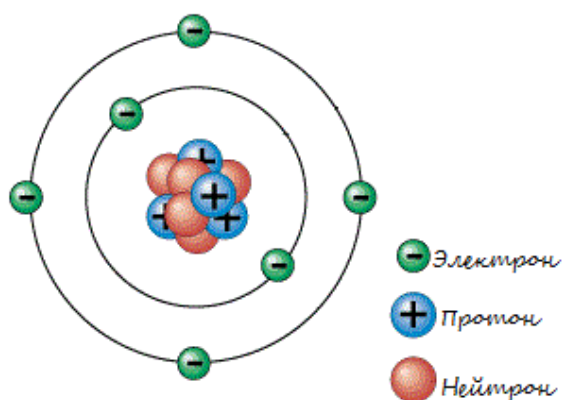


Рис. 1. Планетарная модель атома.

вается, эти силы называются химической связью.

Если атомы существенно различаются по значению электроотрицательности, то один из них забирает электроны у другого. При этом атомы превращаются в ионы: положительно заряженные ионы – катионы (обычно такими ионами бывают металлы, которые отдают свои электроны) и отрицательно заряженные ионы – анионы (обычно такими ионами бывают неметаллы, которые принимают электроны). Катионы и анионы притягиваются друг к другу с помощью электростатических сил, образуя ионную связь (рис. 2).

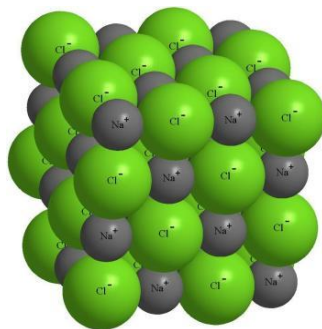


Рис. 2. Образование ионной связи.

Если атомы несущественно отличаются по значению электроотрицательности, то они объединяют свои электроны, образуя пары электронов. В этом случае химическая связь будет называться ковалентной (рис. 3).

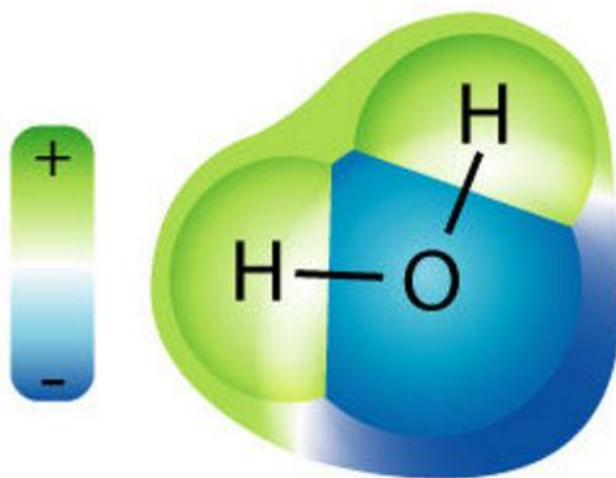


Рис. 3. Образование ковалентной связи.

Все! Пора отдохнуть! ПЕРЕМЕНА!

Головоломка: впиши названия химических элементов.

		1			Н	И	Й
2							
	3						

с	е	р				

		1		о	р
2					
	3				

Приступим к составлению формул веществ, которые отражают состав молекулы.



индекс (число атомов данного элемента в молекуле)

Шпатель, ты что-то хочешь сказать? Ты говоришь, что сначала пусть все найдут Периодическую систему химических элементов Дмитрия Ивановича Менделеева и таблицу растворимости оснований, кислот и солей в воде. Это правильно: эти таблицы всегда будут помогать нам в изучении химии. Слушайте, пожалуйста, Шпателя, он плохого не посоветует.

Итак, положим перед собой Периодическую систему химических элементов Д.И. Менделеева. Вспомним, что такое группы и периоды.

Периоды – это горизонтальные ряды. Обратите внимание на то, что I, II и III периоды «одноэтажные», поэтому их называют малыми периодами, а IV, V и VI – «двухэтажные», их называют большими. А вот VII период считается незаконченным или незавершенным. Как вы думаете, почему же его так назвали? Угадали, химические элементы по мере их открытия вносятся именно в него.

Группы – это вертикальные ряды, они делятся на подгруппы. Закрыв длинный столбец I группы, вы увидите короткую – побочную: Cu, Ag и Au (эти элементы располагаются в больших периодах). А теперь закройте короткий столбец I группы, и перед Вами – главная подгруппа: Li, Na, K, Rb, Cs и Fr (химические элементы находятся и в малых, и в больших периодах).

Теперь вспомним, зачем нам может понадобиться таблица растворимости оснований, кислот и солей в воде. Конечно же, без нее мы не сможем определить, является ли данное соединение осадком или же оно растворяется в воде. Также в ней представлены заряды тех ионов, которые чаще всего будут нам встречаться при составлении формул веществ и записи уравнений химических реакций.

Так вот, чтобы составить формулу, нужно знать степень окисления каждого элемента в соединении.



Степень окисления – это заряд иона, который приобрел бы атом химического элемента, если бы он полностью отдал или принял электроны, которые

участвуют в образовании химической связи. Степень окисления металлов всегда положительная, потому что атомы металлов отдают свои электроны.

Что ты говоришь, Шпатель? Конечно же, я совсем забыла сказать, что у металлов I, II и III групп главных подгрупп степень окисления всегда постоянная и равная по модулю номеру группы. Например, алюминий, находится в III группе главной подгруппы, поэтому его степень окисления в соединении всегда равна «+3».

У простых веществ степень окисления элемента всегда равна нулю: H_2^0 , Cl_2^0 , S^0 , Na^0 и т.д.

У кислорода степень окисления элемента в соединениях почти всегда равна «-2», исключение составляют пероксиды, в которых степень окисления кислорода равна «-1» (например, $\text{H}_2^{+1}\text{O}_2^{-1}$ – пероксид водорода), фторид кислорода $\text{O}^{+2}\text{F}_2^{-1}$ (в этом соединении кислород встречается с самым сильным окислителем – фтором) и некоторые другие соединения, о которых нам знать еще пока рано.

У водорода степень окисления элемента в соединениях почти всегда составляет «+1» (например, $\text{H}_2^{+1}\text{S}^{-2}$ – сероводород). Но если водород встречается с металлами I, II и III групп главных подгрупп, то он будет забирать электроны, при этом его степень окисления станет равной «-1» (например, $\text{Na}^{+1}\text{H}^{-1}$ – гидрид натрия).

Теперь можно приступить к составлению формул соединений. Для этого нужно написать шпаргалку с алгоритмом необходимых действий, тогда нам легче будет их запомнить.

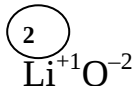
Например, нам надо составить формулу оксида лития.

Шпаргалка 1.

Шаг 1. Записываем элементы рядом, первым располагается литий, вторым – кислород: LiO .

Шаг 2. Расставляем степени окисления элементов: $\text{Li}^{+1}\text{O}^{-2}$.

Шаг 3. Находим наименьшее общее кратное для чисел «+1» и «-2».



Шаг 4. Определяем индексы в молекуле, разделив поочередно наименьшее общее кратное на степень окисления элементов:

$2 : 1 = \underline{2}$ – это индекс после атома лития,

$2 : 2 = \underline{1}$ – это индекс после атома кислорода («единицу» никогда не записывают).

Шаг 5. Вписываем индексы при элементах: Li_2O – формула оксида лития.

А теперь, Колбочка, надо рассказать ребятам, как составлять формулы соединений с переменной степенью окисления элементов, например, оксида азота (V). Оказывается, что римская цифра в скобках указывает на степень окисления первого элемента.

Шаг 1. NO.

Шаг 2. $N^{+5}O^{-2}$.

Шаг 3. $N^{+5}O^{-2}$.

Шаг 4. $10 : 5 = 2$, $10 : 2 = 5$.

Шаг 5. N_2O_5 .

Попробуйте самостоятельно составить формулы следующих оксидов: оксида серы (IV), оксида серы (VI), оксида железа (III), оксида хлора (VII).

ПЕРЕМЕНА!

Необходимо разгадать следующие шарады:

Три буквы плода треугольного,
Две буквы от стола (от школьного),
«П» между этими фрагментами...
Все вместе – столбик с элементами!

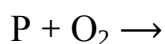
«Птичий мех», но не пух,
И без букв последних двух,
Плюс раствор для смазки ссадин,
Что получают дети за день;
Вместе – ряд горизонтальный
Получаем моментально.

Ну, а сейчас давайте вспомним, как составляются уравнения химических реакций? Рассмотрим уравнение горения фосфора.

Спроси у ребят, Шпатель, знают ли они, какой газ поддерживает горение? Знают! Конечно же, кислород!

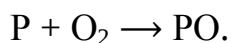
Шпаргалка – 2.

Шаг 1. Записываем формулы веществ, вступивших в реакцию.

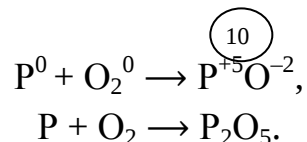


Не забывайте, что молекулы таких простых веществ, как O_2 , H_2 , N_2 , F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 , состоят из двух атомов.

Шаг 2. После стрелочки записываем продукты реакции, в данном случае оксид фосфора (V):



Найдите алгоритм составления формул веществ и допишите индексы в формуле, расставив сначала степени окисления всех элементов:

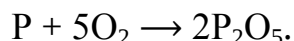


Шаг 3. Это еще не уравнение реакции, а только схема. Для того чтобы составить уравнение, схему реакции необходимо уравнивать.

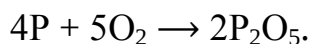
Шпатель, что означает уравнивать химическую реакцию? Верно, это означает расставить коэффициенты в уравнении химической реакции так, чтобы число атомов какого-либо элемента до реакции и после нее было равным.

Это находится в полном соответствии с законом сохранения массы веществ, который открыл Михаил Васильевич Ломоносов в 1756 году: масса веществ, вступивших в реакцию, равна массе веществ, получившихся в результате ее.

Начнем уравнивать реакцию с атомов кислорода, так как при кислороде есть индекс в левой и правой частях уравнения. В левой части уравнения находится 2 атома кислорода, в правой – 5 атомов, находим наименьшее общее кратное для 2 и 5 – это 10, следовательно, перед кислородом в левой части уравнения мы должны поставить цифру 5 (коэффициент), а в правой части – 2 (коэффициент). Таким образом, в обеих частях уравнения получается одинаковое число атомов кислорода – 10:

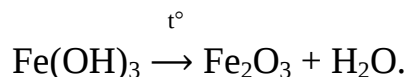


Шаг 4. Определяем число атомов фосфора в левой и правой частях уравнения. Чтобы их число было одинаковым, необходимо перед фосфором в левой части уравнения поставить цифру 4 (коэффициент):



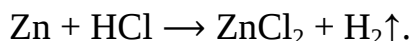
Посмотри внимательно на уравнение горения фосфора. Что произошло с фосфором и кислородом? Правильно, они соединились в одно сложное вещество. Такие реакции принято называть реакциями соединения. Конечно же, есть и другие типы реакций.

Попробуем уравнять следующую реакцию и определить ее тип:



Получилось? Молодец! Действительно, в этой реакции из одного более сложного вещества образовались два менее сложных вещества. Такие реакции принято называть реакциями разложения.

Теперь рассмотрим реакцию, в которой во взаимодействие вступают простое и сложное вещества, например, цинк и хлороводород (HCl). Простое вещество цинк замещает атомы водорода в сложном веществе:



Такие реакции называются реакциями замещения. Попробуйте уравнять эту реакцию.

И, наконец, последний тип реакций в неорганической химии – реакции обмена. В этих реакциях взаимодействуют сложные вещества, обмениваясь своими составными частями (ионами).

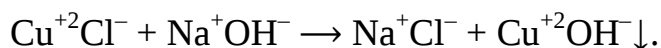
Пусть в реакцию вступают хлорид меди (II) и гидроксид натрия. Нужно записать эту реакцию и уравнять ее. Это не так просто сделать! Воспользуемся нашим секретным кодом ЗИК (Заряды, Индексы, Коэффициенты).

Шпаргалка 3.

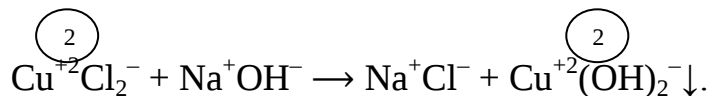
Шаг 1. (Заряды). Расставляем заряды ионов (можно воспользоваться таблицей растворимости оснований, кислот и солей в воде).



Поскольку эта реакция является реакцией обмена, то необходимо поменять местами, например, положительно заряженные ионы, записав получившиеся вещества после « $\rightarrow$ »:

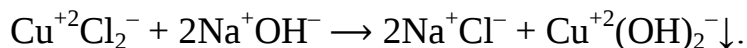


Шаг 2. (Индексы). Определяем индексы (см. **Шпаргалку 1**):



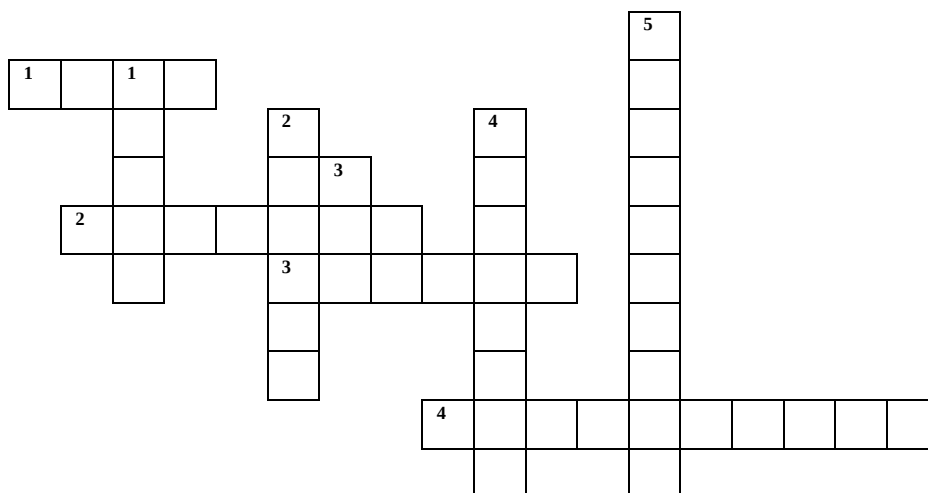
Раскрою еще один секрет: если над ионами в молекуле стоят одинаковые заряды, то индексы можно не определять, так как наименьшее общее кратное будет таким же, и в результате все индексы будут равны единице.

Шаг 3. (Коэффициенты). Уравниваем химическую реакцию (см. **Шпаргалку 2**):



Ура! ПЕРЕМЕНА!

Необходимо разгадать кроссворд «Основы основ».



Вопросы по горизонтали:

1. Электронейтральная химически неделимая частица вещества, являющаяся носителем свойств веществ.
2. Частица, входящая в состав ядра.
3. Число, которое показывает количество атомов в молекуле.
4. Тип химической реакции, при которой из нескольких веществ образуется одно более сложное вещество.

Вопросы по вертикали:

1. Тип химической реакции, при которой сложные вещества обмениваются своими составными частями (ионами).
2. Горизонтальный ряд химических элементов, который начинается со щелочного металла и заканчивается инертным газом.
3. Заряженная частица вещества.
4. Отрицательно заряженная частица вещества.
5. Тип химической реакции, при которой из одного более сложного вещества образуются два менее сложных вещества.

Теперь можно уверенно переходить к изучению основных классов соединений неорганической химии, их физических и химических свойств, методов получения веществ и, конечно же, их применения.

ГЛАВА 1. ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ СОЕДИНЕНИЙ НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

1.1. ОКСИДЫ

Мы уже встречались с такими оксидами, как Al_2O_3 , CO_2 и N_2O_5 . Давайте попробуем дать определение оксидам. Но сначала ответим на вопрос: оксиды – это простые или сложные вещества?

Простые вещества состоят из атомов одного химического элемента, а сложные – из атомов разных элементов. Например, молекула водорода (H_2) состоит из одного химического элемента, значит, водород – простое вещество, а вода (H_2O) – из двух химических элементов, следовательно, вода – сложное вещество.

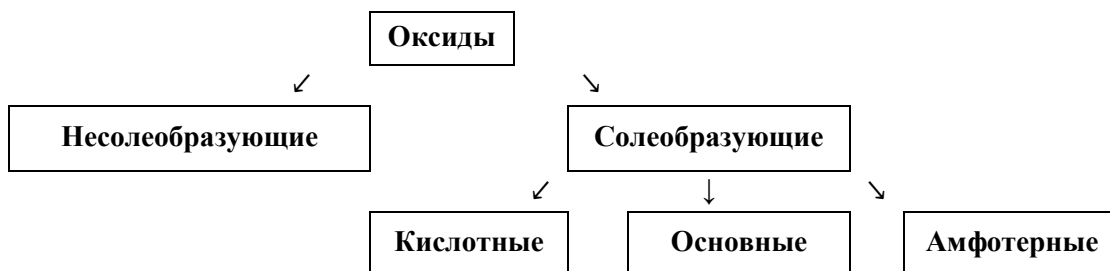
Таким образом, оксиды являются... Правильно! Являются сложными веществами. Обязательно обратите внимание, что все оксиды похожи друг на друга тем, что они состоят из двух элементов, один из которых кислород в степени окисления «-2».

А теперь попробуем дать характеристику оксидам по плану (аналогично и для других классов соединений):

- 1) классификация;
- 2) физические свойства;
- 3) получение;
- 4) химические свойства.

Классификация оксидов.

Я предлагаю вам самостоятельно ознакомиться со следующей схемой.



Шпатель, расскажи нам, пожалуйста, о несолеобразующих оксидах.

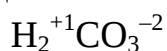
Хорошо, Колбочка! Несолеобразующие оксиды – это оксиды, которые не реагируют ни с кислотами, ни со щелочами и не образуют солей. К ним отно-

ся оксид углерода (II) CO, оксид азота (I) N₂O, оксид азота (II) NO и оксид кремния (II) SiO.

Спасибо, Шпатель, мы, конечно, пока не знаем ни кислот, ни щелочей, но постараемся запомнить эти четыре оксида. Остановимся подробно на солеобразующих оксидах.

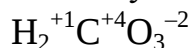
Кислотные оксиды – это оксиды, которым соответствуют кислоты. Чтобы определить оксид, который соответствует, например, угольной кислоте H₂CO₃, необходимо расставить степень окисления над каждым элементом. Для этого воспользуемся **Шпаргалкой 4**.

Шаг 1. Расставляем степени окисления у первого и последнего элемента в формуле. Мы знаем, что у водорода в соединениях степень окисления элемента почти всегда равна «+1», а у кислорода – «-2».



Шаг 2. Определяем, сколько электронов отдал атом водорода и забрал атом кислорода. Для этого умножаем степень окисления элементов на индекс. Получается, что водород отдал 2 электрона, а кислород забрал 6 электронов. А у кого еще может забрать электроны кислород? Правильно, у углерода атом кислорода забирает 6 – 2 = 4 электрона. Значит, степень окисления углерода равна «+4».

Шаг 3. Записываем степень окисления углерода.



Определив степень окисления атома углерода в угольной кислоте, мы можем составить формулу оксида углерода (IV) (см. **Шпаргалку 1**). Его формула – CO₂.

А теперь попробуйте самостоятельно составить формулы кислотных оксидов для следующих кислот и дать им названия: азотная кислота HNO₃, серная кислота H₂SO₄, сернистая кислота H₂SO₃, кремниевая кислота H₂SiO₃.

Кстати, Шпатель, хочет обратить ваше внимание на то, что кислотные оксиды, как правило, образованы неметаллами, но бывают и исключения. Если металлы будут иметь высокую степень окисления («+5», «+6», «+7» или «+8»), то они тоже будут образовывать кислотные оксиды. Например, оксид хрома (VI) Cr⁺⁶O₃⁻² или оксид марганца (VII) Mn⁺⁷O₇⁻² также относятся к кислотным оксидам.

Основные оксиды – это оксиды, которым соответствуют основания. Как правило, такие оксиды образованы металлами в степенях окисления «+1» и «+2».

Сейчас я начну составлять оксиды, соответствующие определенному основанию, а Вы продолжите:

1) $\text{Na}^{+1}\text{OH}^{-1}$ (обратите внимание на то, что степень окисления натрия в этой молекуле я определяю по заряду OH-группы) – Na_2^{+1}O , оксид натрия (римскую цифру в скобках после названия соединения ставят не у металлов с постоянной степенью окисления, а именно у металлов I, II и III групп главных подгрупп);

2) $\text{Ca}^{+2}(\text{OH})_2^{-1}$ – CaO, оксид кальция;

3) $\text{Cu}^{+2}(\text{OH})_2^{-1}$ – CuO, оксид меди (II);

4) LiOH...

5) $\text{Fe}(\text{OH})_2$...

6) $\text{Ba}(\text{OH})_2$...

Амфотерные оксиды – это оксиды, которые могут проявлять в реакциях как основные, так и кислотные свойства. Обычно к ним относят оксиды металлов с промежуточными степенями окисления «+3» и «+4». Например, оксид хрома (III) $\text{Cr}_2^{+3}\text{O}_3^{-2}$, оксид алюминия $\text{Al}_2^{+3}\text{O}_3^{-2}$, оксид олова (IV) $\text{Sn}^{+4}\text{O}_2^{-2}$, оксид свинца (IV) $\text{Pb}^{+4}\text{O}_2^{-2}$, исключения – оксид цинка ZnO и оксид бериллия BeO (у металлов в этих соединениях степень окисления равна «+2»).

Физические свойства оксидов.

Я не буду подробно рассказывать о физических свойствах оксидов, а попрошу Шпателя, чтобы он для вас сделал небольшое Приложение №1, в которое Вы всегда сможете заглянуть, чтобы определить свойства оксидов.

Приложение №1.

Название оксида	Формула	Агрегатное состояние	Цвет	Запах	Тпл, °C	Ткип, °C	Растворимость в воде	Применение
Оксид азота (I) (Оксид диазота, закись азота)	N_2O	Газ	Б/ц	Приятный	–91	88,5	В воде, спирте, эфире	Анестезирующее вещество, химический синтез, ускоритель топлива.
Оксид азота (II) (Оксид азота)	NO	Газ	Б/ц	–	–163,6	–151,6	Плохая	Химический синтез
Оксид азота (III) (Триоксид ди-азота)	N_2O_3	Жидкость	Темно-синий	–	–102	3,5	Хорошая	Химический синтез
Оксид азота (IV) (диоксид азота)	NO_2	Летучая жидкость, яд	Бледно-желтый, пары – бурые	Удушливый	–11,2	21	Хорошая	Ракетное топливо, очистка нефтепродуктов

Оксид азота (V) (Пентаоксид дiazота)	N_2O_5	Твердые кристаллы	Белый	–			Хоро- шая	Химический синтез
Оксид фосфора (V) (пентаоксид дифосфора)	P_2O_5	Твердые кристаллы	Белый	–	569	591	Хоро- шая	Осушка газов, жид- костей, катализатор
Оксид хлора (VII) (гептаок- сид дихлора)	Cl_2O_7	Масляни- стая жид- кость	Б/ц	–	–90	83	Хоро- шая	Использо- вание в каче- стве окисли- теля
Оксид углерода (II) (угарный газ)	CO	Ядовитый газ	Б/ц	–	–205	–191,5	Плохая	Топливо, химический синтез
Оксид углерода (IV) (углекис- лый газ)	CO_2	Газ	Б/ц	–	–57		Хоро- шая	Производ- ство сахара, соды, газир- ованной воды, огне- тушителей, хладагент (сухой лед)
Оксид кремния (IV) (диоксид кремния)	SiO_2	Твердое тугоплавкое вещество	Про- зрачный	–	1728	2590	–	Генераторы ультразвука, адсорбент, производство стекла, цемента, керамики
Оксид натрия	Na_2O	Твердые кристаллы	Белый	–	1275 (воз- гонка)		Хоро- шая	Производ- ство пероксида натрия
Пероксид натрия	Na_2O_2	Твердые кристаллы	Б/ц	–	460 (раз- ложе- ние)		Хоро- шая	Отбелива- тель, для регенерации кислорода в подлодках
Оксид лития	Li_2O	Твердые кристаллы	Белый	–	1570	2600	Хоро- шая	Добавка к стеклам для повышения термостой- кости
Оксид калия	K_2O	Твердые гигроско- пичные кристаллы	Белый	–	300 (раз- ложе- ние)		Хоро- шая в спирте и эфире	Добавка к стеклам
Надпероксид калия	KO_2	Твердые кристаллы	Ярко- желтый	–	535, при 543 разла- гается		Хоро- шая	Регенерация кислорода в подлодках

Оксид магния	MgO	Твердые кристаллы	Белый	–	2825		Плохая	Цемент, огнеупоры, лекарства, вулканизация каучука
Оксид кальция (негашеная известь)	CaO	Твердое гигроскопическое вещество	Белый	–	2630		Хорошая	Хлорная известь, гашеная известь, флюс для доменного плавления
Оксид бария	BaO	Твердое гигроскопическое вещество	Белый	–	2020		Хорошая	Обезвоживающее средство
Оксид алюминия (триоксид диалюминия)	Al ₂ O ₃	Твердые кристаллы	Серый	–	2500		–	Огнеупорные материалы, лазеры, адсорбент, катализатор
Оксид меди (II)	CuO	Твердые кристаллы	Черный	–	1023 (разложение)		–	Пигмент для стекла, инсектицид, электролит
Оксид меди (I)	Cu ₂ O	Твердые кристаллы	Красный	–	1240		–	Пигмент для стекла, химпроизводство
Оксид серебра (I)	Ag ₂ O	Твердые кристаллы	Коричнево-черный	–	300 (разложение)		–	Адсорбент, антисептик
Оксид цинка	ZnO	Твердые кристаллы	Белый	–	1975		–	Краска, косметика, катализатор, медицина, полупроводник
Оксид ртути (II)	HgO	Твердые кристаллы	Красно-желтый	–	400 (разложение)		–	Пигмент для красок, медицина, химическое производство
Оксид ванадия (V)	V ₂ O ₅	Твердые кристаллы	Красно-желтый	–	680		Плохая	Катализатор, люминофор
Оксид хрома (III)	Cr ₂ O ₃	Твердые кристаллы	Темно-зеленый	–	2340	3000	–	Машиностроение
Оксид хрома (VI)	CrO ₃	Твердые гигроскопичные кристаллы	Темно-красные	–	198		Хорошая	Окислитель в химии, пигмент для стекол
Оксид марганца (II)	MnO	Твердые кристаллы	Серо-зеленый	–	1780		–	Керамика, катализатор

Оксид железа (II)	FeO	Твердые кристаллы	Черный	–	1368		–	Производ- ство железа, пигмент для красок
Оксид железа (III)	Fe ₂ O ₃	Твердые кристаллы	Темно- красный	–	1565		–	Производ- ство железа, пигмент для красок, адсорбент, полирующий материал
Оксид кобальта (II)	CoO	Твердые кристаллы	Корич- невый, зеленый	–	1810		–	Катализатор, пигмент
Оксид кобальта (III)	Co ₂ O ₃	Твердое аморфное вещество	Серый, черный	–	600 (раз- ложе- ние)		–	Пигмент для эмалей
Оксид никеля (II)	NiO	Твердые кристаллы	Темно- зеленый	–	1955		–	Катализатор, пигмент
Оксид никеля (III)	Ni ₂ O ₃	Твердые кристаллы	Серо- черный	–	600 (раз- ложе- ние)		–	Материал анода

Получение и химические свойства оксидов мы рассмотрим после того, как познакомимся со всеми классами соединений неорганической химии.

А сейчас ПЕРЕМЕНА!

Необходимо разгадать логогриф (логогриф – это загадка, которую решают при помощи добавления или выбрасывания слогов и букв).

Небольшое слово перед вами:

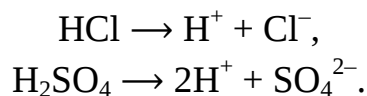
Обычно звери там живут,
Но если буквы переставить,
Д или Г еще добавить,
Два газа здесь произойдут.

1.2. КИСЛОТЫ

Когда-то людям была известна только одна кислота – уксусная (CH_3COOH). Постепенно люди узнали и другие кислоты: серную, соляную, щавелевую, янтарную и т.д. Что же между ними общего?

Кислота, когда здорова,
Угостить друзей готова
Тем, что ей дала природа, –
Катионом водорода!

Действительно, все кислоты в воде распадаются на катионы водорода (H^+) и анионы кислотного остатка, например:



Давайте скажем вместе: кислоты – это сложные вещества, которые в водном растворе распадаются (диссоциируют) на... Молодцы! На катионы водорода (H^+) и анионы кислотного остатка. В рассмотренных примерах соляная и серная кислоты являются электролитами. А что такое электролиты?

Электролиты – это вещества, которые в расплаве или в растворе (например, в водном растворе) распадаются (диссоциируют) на ионы, при этом образующиеся расплавы и растворы веществ будут проводить электрический ток. Чаще всего к электролитам относят растворимые неорганические соединения: соли, кислоты и щелочи. А вот органические вещества обычно являются неэлектролитами (сахароза, этиловый спирт и т.д.).

Вам, конечно же, следует выучить названия наиболее важных неорганических кислот и их кислотных остатков, как таблицу умножения, поскольку без этой информации вам просто не обойтись. Сначала вам будет немного трудно, но потом вы будете писать формулы кислот и образуемых ими солей очень быстро.

Название кислоты	Формула кислоты	Название соли	Формула соли
Хлороводородная (соляная) кислота	HCl	Хлор <u>ид</u> натрия	NaCl
Фтороводородная кислота	HF	Фтор <u>ид</u> натрия	NaF
Бромоводородная кислота	HBr	Бром <u>ид</u> натрия	NaBr
Йодоводородная кислота	HI	Йод <u>ид</u> натрия	NaI
Сероводородная кислота	H₂S	Сульф <u>ид</u> натрия	Na₂S

Серная кислота	H_2SO_4	Сульфат натрия	Na_2SO_4
		Гидросульфат натрия	NaHSO_4
Сернистая кислота	H_2SO_3	Сульфит натрия	Na_2SO_3
		Гидросульфит натрия	NaHSO_3
Азотная кислота	HNO_3	Нитрат натрия	NaNO_3
Азотистая кислота	HNO_2	Нитрит натрия	NaNO_2
Угловая кислота	H_2CO_3	Гидрокарбонат натрия	NaHCO_3
		Карбонат натрия	Na_2CO_3
Кремниевая кислота	H_2SiO_3	Силикат натрия	Na_2SiO_3
Фосфорная кислота	H_3PO_4	Фосфат натрия	Na_3PO_4

Классификация кислот:

1) по содержанию атомов кислорода в молекуле кислоты – бескислородные (HCl , HF , H_2S и др.) и кислородосодержащие (HNO_3 , H_2SO_4 , H_2CO_3 и др.) кислоты;

2) по основности кислоты, то есть по числу атомов водорода в молекуле кислоты, способному к замещению на ионы металлов с образованием солей, – одноосновные (HNO_2 , HCl , HBr и др.), двухосновные (H_2S , H_2SiO_3 , H_2CO_3 и др.) и трехосновные (H_3PO_4 и др.) кислоты;

3) по степени диссоциации кислоты.

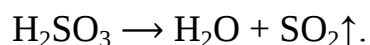
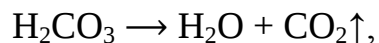
А знаешь ли ты, Шпатель, что такое диссоциация (электролитическая диссоциация)? Нет? Тогда записывай за мной.

Электролитическая диссоциация – это распад электролитов в расплаве или растворе на ионы.

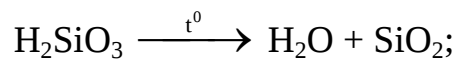
Оказывается, что чем больше ионов водорода в растворе, тем сильнее будет кислота. Все кислоты по своей силе (степени диссоциации) делятся на сильные (H_2SO_4 , HNO_3 , HClO_4 , HCl , HBr , HI), средней силы (HF , HNO_2 , H_3PO_4) и слабые (H_2S , H_2CO_3 , H_2SiO_3 и многие другие) кислоты.

4) по растворимости в воде. Почти все кислоты хорошо растворяются в воде. Вам необходимо запомнить только одну нерастворимую в воде кислоту – кремниевую кислоту (H_2SiO_3);

5) по устойчивости кислоты к разложению (по стабильности) – устойчивые и неустойчивые кислоты. Среди неустойчивых к разложению кислот можно особо отметить угловую и сернистую кислоты, которые при получении тут же распадаются с выделением газов:



Разлагается, но уже при нагревании, и кремниевая кислота:



б) по летучести кислоты – летучие (HCl, HNO₃, H₂S и др.) и нелетучие (H₂SO₄, H₂SiO₃ и др.) кислоты.

Физические свойства наиболее часто встречаемых кислот смотрите в **Приложении №2**.

УРА, ПЕРЕМЕНА!

Необходимо разгадать шараду:

Слог мой первый – предлог,
Слог второй – сообщение.
Чтобы ты назвать меня смог,
Вспомни кальция соединение.

Приложение №2.

Название кислоты	Формула	Агрегатное состояние	Цвет	Запах	Тпл, °С	Ткип, °С	Раствори- мость в воде	Применение
Азотная кислота	HNO_3	Летучая жидкость	Б/ц	–	–41,6	82,6	Хорошая	Производство удобрений, красителей, взрывчатых веществ, в травлении металлов
Азотистая кислота	HNO_2	Существует в разбавленных водных растворах	Б/ц	–	–	–	Хорошая	Диазотирование первичных ароматических аминов и образование солей диазония
Бромоводородная кислота	HBr	Газ в свободном состоянии (бромоводород)	Б/ц	Резкий	–87	–67	Хорошая	Органический синтез
Йодоводородная кислота	HI	Газ в свободном состоянии (бромоводород)	Б/ц	Резкий	–50,8	–35,4	Хорошая	Органический синтез, приготовление йодсодержащих соединений
Кремниевая кислота	H_2SiO_3	Твердые аморфные кристаллы	Прозрачный	–	–	–	–	Фильтры, адсорбенты
Серная кислота	H_2SO_4	Маслянистая тяжелая жидкость	Б/ц	–	10,3	296	Хорошая	Производство удобрений, красителей, лекарств, взрывчатых веществ
Сернистая кислота	H_2SO_3	Существует в разбавленных водных растворах	Б/ц	Резкий	–	–	Хорошая	Отбеливание шерсти, шелка, соломы
Сероводородная кислота	H_2S	Ядовитый газ	Б/ц	Резкий (тухлые яйца)	–86	–60	Хорошая	Лечебные сероводородные ванны, химический синтез
Угольная кислота	H_2CO_3	Существует в разбавленных водных растворах	Б/ц	–	–	–	Хорошая	Газированная вода
Фосфорная кислота	H_3PO_4	Твердые кристаллы	Белый	–	42	–	Хорошая	Катализатор в химическом синтезе
Фтороводородная кислота (плавиковая)	HF	Газ в свободном состоянии (фтороводород), дымит, вызывает ожоги	Б/ц	Резкий	–83,4	19,5	Хорошая	Катализатор, для травления металлов, полупроводник
Хлороводородная кислота (соляная)	HCl	Газ в свободном состоянии (хлороводород)	Б/ц	Резкий	–114	–85	Хорошая	Химический синтез

1.3. ОСНОВАНИЯ

«Основательный», как все другие основания,
Гидроксильный анион ношу в кармане я,
А когда в раствор я попадаю,
Этим анионом всех пугаю:



Так диссоциировать могут только растворимые и малорастворимые в воде основания, которые называют щелочами. Алхимики говорили, что щелочи – вещества, «мылкие на ощупь». Однако проверять этот факт не следует, потому что щелочи являются очень едкими и вызывают серьезные химические ожоги.

Готовы ли вы дать определение основаниям? Основания – это сложные вещества, которые в водном растворе распадаются (диссоциируют) на ионы металла и одну или несколько гидроксильных групп. Вместо ионов металла в состав оснований также может входить ион аммония (NH_4^+).

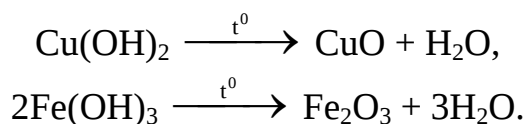
Классификация оснований:

1) по растворимости в воде – растворимые, малорастворимые и нерастворимые основания (см. таблицу растворимости оснований, кислот и солей в воде). Следует запомнить, что к щелочам нужно относить только следующие основания: LiOH , NaOH , KOH , RbOH , CsOH , Ca(OH)_2 , Sr(OH)_2 и Ba(OH)_2 ;

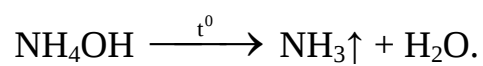
2) по кислотности основания, то есть по числу гидроксильных групп в молекуле, – однокислотные (KOH , NaOH и др.), двухкислотные (Ca(OH)_2 , Ba(OH)_2 и др.) и трехкислотные (Al(OH)_3 , Cr(OH)_3 и др.) основания;

3) по степени диссоциации основания – сильные (все щелочи) и слабые (не растворимые в воде основания, а также NH_4OH – гидроксид аммония, или нашатырный спирт) основания.

4) по устойчивости основания к нагреванию – устойчивые (гидроксиды металлов I группы главной подгруппы) и неустойчивые (все остальные основания) основания. Разложение оснований протекает по следующим уравнениям:



Гидроксид аммония разлагается при его получении с образованием газа с резким запахом (аммиака). Нагревание лишь ускоряет этот процесс:

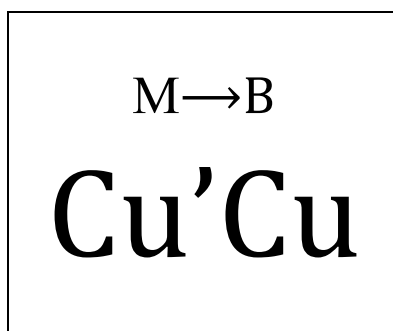


Физические свойства оснований смотрите в **Приложении №3.**

А сейчас снова ПЕРЕМЕНА!

Разгадайте ребус:

Крупное хищное животное класса млекопитающих



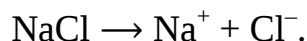
Приложение №3.

Название основания	Формула	Агрегатное состояние	Цвет	Запах	Тпл, °С	Ткип, °С	Растворимость в воде	Применение
Гидроксид кальция (гашеная известь, известковая вода, пушонка)	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	Твердые кристаллы	Белый	—	520	—	Мало растворим	Вяжущее вещество в строительстве, в производстве стекла
Гидроксид бария	$\text{Ba}(\text{OH})_2$	Твердые кристаллы	Белый	—	78, при 780 разлагается	—	Растворим	Очистка масел, компонент смазок
Гидроксид алюминия	$\text{Al}(\text{OH})_3$	Твердые кристаллы	Белый	—	180	—	Плохо растворим	Адсорбент в медицине
Гидроксид меди	$\text{Cu}(\text{OH})_2$	Твердые кристаллы	Зеленовато-голубой	—	Разлагается	—	Нерастворим	Пигмент, производство волокон, химический реактив
Гидроксид цинка	$\text{Zn}(\text{OH})_2$	Студенистое вещество	Белый	—	Разлагается	—	Нерастворим	Синтез различных соединений цинка, в основном, солей
Гидроксид железа (II)	$\text{Fe}(\text{OH})_2$	Твердые кристаллы	Светло-зеленый	—	150	—	Нерастворим	Аккумуляторы
Гидроксид железа (III)	$\text{Fe}(\text{OH})_3$	Твердые аморфные кристаллы	Бурый	—	500	—	Нерастворим	Пигмент для красок, очистка газов, катализатор
Гидроксид никеля	$\text{Ni}(\text{OH})_2$	Твердые кристаллы	Светло-зеленый	—	230	—	Нерастворим	Анод, катализатор

1.4. СОЛИ

Это последний класс соединений неорганической химии, который нам осталось рассмотреть. А что такое соль? Соленое вещество... Но это не так! Например, поваренную соль (NaCl) мы употребляем в пищу каждый день, она действительно имеет соленый вкус, однако есть и горькие соли (MgSO_4 – английская соль, ее раньше использовали для борьбы с глистами), и сладкие соли (BeCl_2 – хлорид бериллия, $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ – ацетат свинца), и даже соли, которые пробовать вообще нельзя, потому что они токсичны (KCN – цианид калия).

Так что же такое соль? Напишем схему процесса диссоциации поваренной соли при растворении в воде:



Из записи видно, что соли представляют собой сложные вещества, которые в водном растворе распадаются (диссоциируют) на катионы металлов и анионы кислотного остатка. Также вместо ионов металла в состав солей может входить ион аммония (NH_4^+).

Классификация солей:

1) средние, или нормальные, соли – это продукты полного замещения катионов водорода в кислоте на катионы металла (Na_3PO_4 – фосфат натрия, K_2SO_4 – сульфат калия и т.д.);

2) кислые соли – это продукты неполного замещения катионов водорода в кислоте на катионы металла (K_2HPO_4 – гидрофосфат калия, KH_2PO_4 – дигидрофосфат калия и т.д.);

3) основные соли – продукты неполного замещения гидроксильной группы в основаниях на кислотный остаток ($\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$ – дигидроксохлорид алюминия, AlOHCl_2 – гидроксодихлорид алюминия);

4) двойные соли – соли, в состав которых входят катионы разных металлов и один кислотный остаток (KNa_2PO_4 – фосфат калия-динатрия);

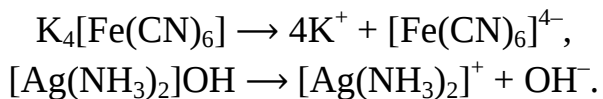
5) смешанные соли – соли, в состав которых входят анионы разных кислотных остатков и один катион металла (CuClBr – хлорид-бромид меди (II));

6) комплексные соли – это сложные вещества, которые при диссоциации в водных растворах образуют комплексные ионы (достаточно устойчивые). В составе комплексного иона (как катиона, так и аниона) можно выделить центральный атом, вокруг него располагаются лиганды, образуя внутреннюю сферу комплекса. Количество лигандов определяется координационным числом металла (как правило, оно в два раза больше заряда катиона металла). Внутрен-

ную сферу окружают другие молекулы или ионы, образуя внешнюю сферу комплекса. Теория строения комплексных соединений (координационная теория) была предложена А. Вернером еще в 1893 году.



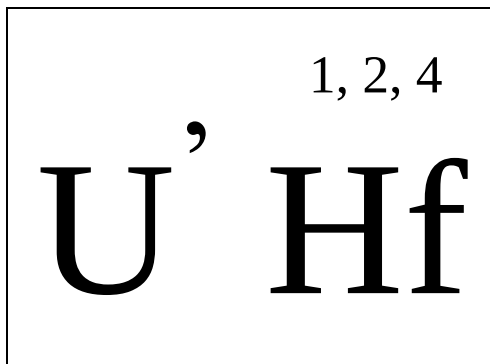
Диссоциацию комплексного соединения на ионы можно записать следующим образом:



ОПЯТЬ ПЕРЕМЕНА!

Расшифруйте ребус:

Ветер разрушительной силы



1.5. ОБОБЩЕНИЕ И ЗАКРЕПЛЕНИЕ ИЗУЧЕННОГО МАТЕРИАЛА

Наконец-то мы изучили основные классы соединений неорганической химии! А теперь Шпатель предлагает вам проверочную работу, чтобы оценить ваши знания. Не пугайтесь, это будет тестирование. Решив предложенный тест, вы самостоятельно сможете оценить себя. Если с первого раза у вас не получится выполнить задания на нужную вам оценку, то вы можете попробовать решить следующий вариант.

Тест №1.

Вариант №1.

А 1. Выберите формулу оксида марганца (IV):

- а) MnO ;
- б) Mn_2O_7 ;
- в) MnO_2 ;
- г) MnCl_2 .

А 2. Число формул оснований в следующем списке H_2CO_3 , KOH , CaO , Cu(OH)_2 , H_2SiO_3 , Fe(OH)_3 равно:

- а) 1;
- б) 2;
- в) 3;
- г) 4.

А 3. Пример двухосновной бескислородной кислоты:

- а) HNO_3 ;
- б) H_2S ;
- в) H_2CO_3 ;
- г) H_3PO_4 .

А 4. Выберите формулу оксида, соответствующего сернистой кислоте:

- а) SO_3 ;
- б) H_2S ;
- в) SO_2 ;
- г) Na_2S .

А 5. Выберите формулу сульфата кальция:

- а) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$;
- б) $\text{Ca}(\text{OH})_2$;
- в) CaCl_2 ;
- г) CaSO_4 .

В 1. Соотнесите формулы оснований и соответствующих им оксидов:

Формулы оксидов

Формулы оснований

- | | |
|------------------------------|-------------------------------|
| 1) MgO ; | а) LiOH ; |
| 2) Li_2O ; | б) $\text{Fe}(\text{OH})_3$; |
| 3) Fe_2O_3 ; | в) $\text{Mg}(\text{OH})_2$. |

В 2. Соотнесите индикатор и его цвет в нейтральной среде:

Индикатор

Цвет

- | | |
|-------------------------|----------------|
| 1) лакмус; | а) бесцветный; |
| 2) фенолфталеин; | б) оранжевый; |
| 3) метиловый оранжевый; | в) фиолетовый. |

В 3. Соотнесите область применения указанных веществ и их название:

Область применения

Название веществ

- | | |
|------------------------|---------------------|
| 1) строительство; | а) поваренная соль; |
| 2) медицина; | б) мрамор; |
| 3) приготовление пищи; | в) гипс. |

С 1. Составьте формулы химических соединений и распределите их по классам (оксиды, кислоты, основания и соли): сульфат алюминия, оксид углерода (II), соляная кислота, гидроксид калия, оксид натрия, хлорид железа (III), фосфорная кислота, гидроксид магния, фосфат натрия, оксид кремния, бромид хрома (II), азотная кислота, гидроксид бария, карбонат кальция.

Вариант №2.

А 1. Выберите формулу оксида хлора (I):

- а) Cl_2O_7 ;
- б) Cl_2O ;
- в) CCl_4 ;
- г) ClO_2 .

А 2. Число формул кислот в следующем списке HNO_3 , NaOH , BaO , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, H_2SO_3 , $\text{Mg}(\text{OH})_2$ равно:

- а) 1;
- б) 2;
- в) 3;
- г) 4.

А 3. Пример двухосновной кислородсодержащей кислоты:

- а) HNO_3 ;
- б) H_2S ;
- в) H_2CO_3 ;
- г) H_3PO_4 .

А 4. Выберите формулу оксида, соответствующего серной кислоте H_2SO_4 :

- а) SO_3 ;
- б) H_2S ;
- в) SO_2 ;
- г) Na_2S .

А 5. Выберите формулу хлорида магния:

- а) $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$;
- б) $\text{Mg}(\text{OH})_2$;
- в) MgCl_2 ;
- г) MgSO_4 .

В 1. Соотнесите формулы и названия солей:

Формулы солей

- 1) MgF_2 ;
- 2) MnSO_4 ;
- 3) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$;

Названия солей

- а) нитрат железа (II);
- б) фторид магния;
- в) сульфат марганца (II);
- г) нитрат железа (III);
- д) сульфат марганца (IV).

В 2. Соотнесите индикатор и его цвет в кислой среде:

Индикатор	Цвет
1) лакмус;	а) бесцветный;
2) фенолфталеин;	б) красный;
3) метиловый оранжевый;	в) синий.

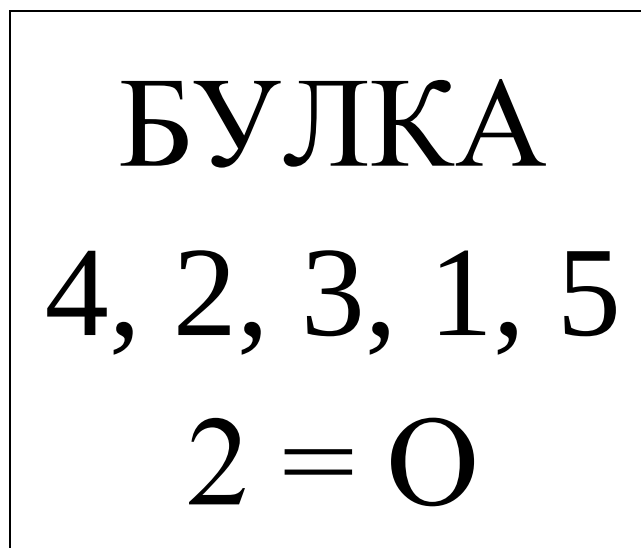
В 3. Соотнесите область применения указанных веществ и их название:

Область применения	Название веществ
1) строительство;	а) уксусная кислота;
2) медицина;	б) йод (спиртовой раствор);
3) приготовление пищи;	в) цемент.

С 1. Составьте формулы химических соединений и распределите их по классам (оксиды, кислоты, основания и соли): оксид меди (II), сульфат магния, азотная кислота, гидроксид алюминия, оксид водорода, хлорид азота (III), кремниевая кислота, гидроксид кальция, нитрат алюминия, оксид бария, угольная кислота, фосфат кальция, йодид железа (III), сульфит калия.

УРА, ПЕРЕМЕНА!

Расшифруйте ребус:



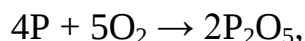
ГЛАВА 2. ПОЛУЧЕНИЕ ОСНОВНЫХ КЛАССОВ СОЕДИНЕНИЙ НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

2.1. ПОЛУЧЕНИЕ ОКСИДОВ

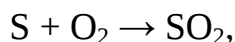
Методы получения оксидов следующие:

1) Окисление простых веществ кислородом. Часто окисление веществ кислородом называют горением, например:

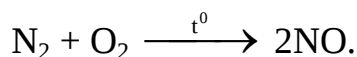
а) горение фосфора



б) горение серы



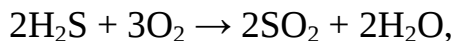
в) горение азота



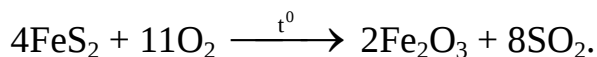
Горение всегда сопровождается выделением тепла (экзотермическая реакция), а при горении азота (см. выше) происходит поглощение тепла (эндотермическая реакция).

2) Окисление сложных веществ:

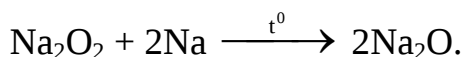
а) горение сероводорода



б) обжиг пирита для получения железа

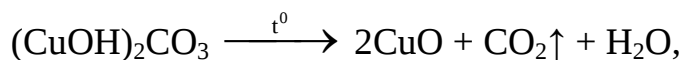
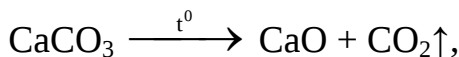


3) Восстановление оксидов металлов из пероксидов:

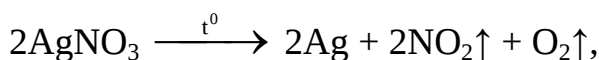


4) Разложение сложных веществ при нагревании:

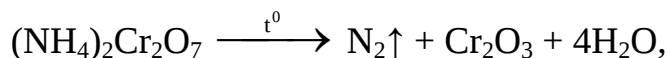
а) карбонатов



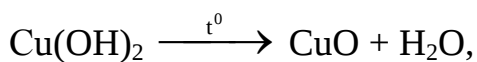
б) нитратов



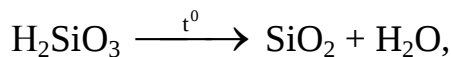
в) дихромата аммония («извержение вулкана» – очень красивая реакция)



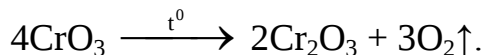
г) нерастворимых в воде оснований



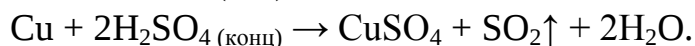
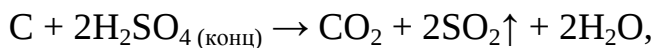
д) кислот



е) высших оксидов (с высокой степенью окисления элемента)



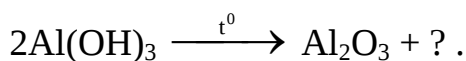
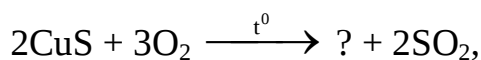
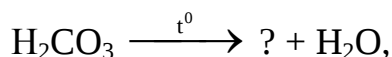
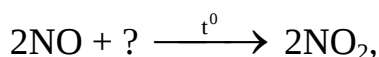
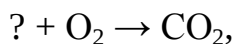
5) Взаимодействие металлов и неметаллов с концентрированными кислотами:



Конечно же, существуют и другие способы получения оксидов, но о них вы узнаете в старших классах.

А теперь проверим свои знания!

Допишите следующие реакции, уравняйте их и назовите все оксиды, которые в них встречаются:



СНОВА ПЕРЕМЕНА!

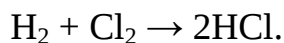
Разгадайте ребус:

О + 'СЛОВО

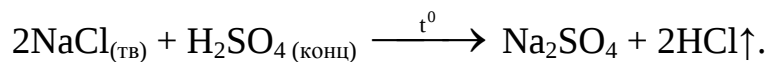
2.2. ПОЛУЧЕНИЕ КИСЛОТ

Методы получения кислот следующие:

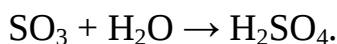
1) Взаимодействие простых веществ:



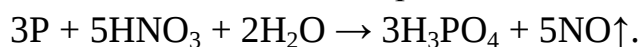
2) Вытеснение кислот из твердых солей концентрированной серной кислотой:



3) Взаимодействие кислотных оксидов с водой:



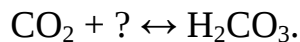
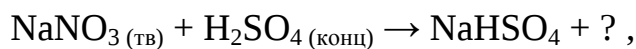
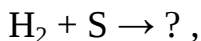
4) Действие сильных окислителей на простые вещества:



Химики придумали и другие методы получения кислот, о которых вы узнаете позже.

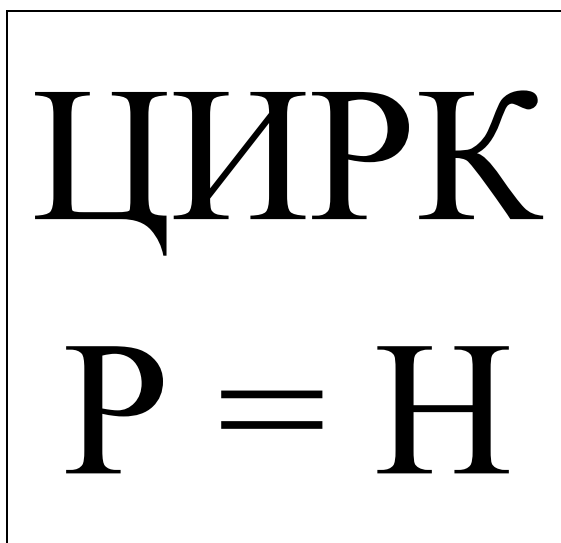
А теперь проверим свои знания!

Допишите следующие реакции, уравняйте их и назовите все кислоты, которые в них встречаются:



ПЕРЕМЕНА!

Расшифруйте ребус:



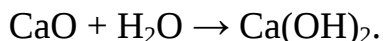
2.3. ПОЛУЧЕНИЕ ОСНОВАНИЙ

Методы получения оснований следующие:

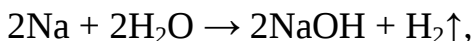
1) Электролиз водных растворов солей металлов (то есть пропускание постоянного электрического тока через растворы солей):



2) Взаимодействие основных оксидов с водой:

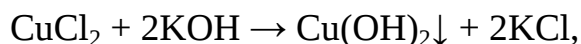


3) Взаимодействие щелочных и щелочно-земельных металлов с водой:

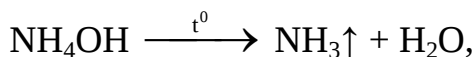
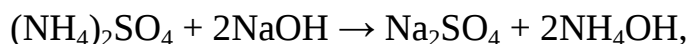


4) Действие щелочей на соли:

а) с образованием осадка

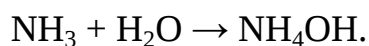
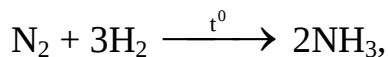


б) с выделением газа (при нагревании)



(в общем виде $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} \xrightarrow{t^0} \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{NH}_3\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$).

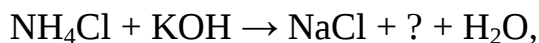
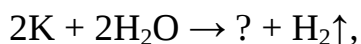
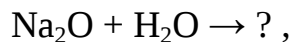
5) Синтез из простых веществ:



Другие (более сложные) способы получения оснований Вы узнаете в старших классах.

Снова проверим полученные знания!

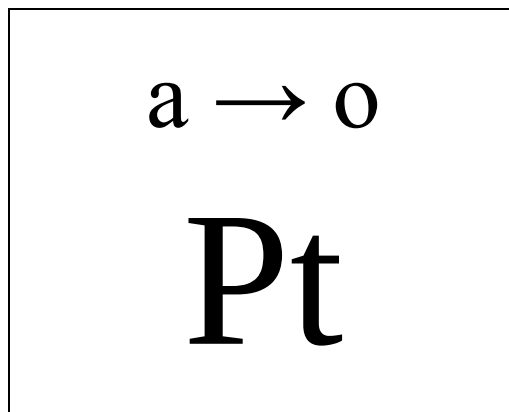
Допишите следующие реакции, уравняйте их и назовите все основания, которые в них встречаются:



ПЕРЕМЕНА!

Расшифруйте ребус:

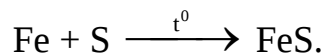
**Гидротехническое сооружение на реке или другом водоеме,
предназначенное для подъема уровня воды**



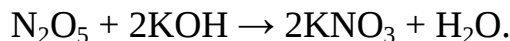
2.4. ПОЛУЧЕНИЕ СОЛЕЙ

Методы получения солей следующие:

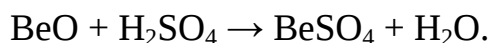
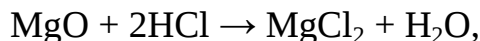
1) Взаимодействие простых веществ:



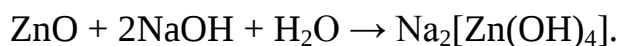
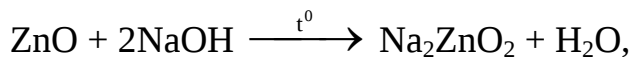
2) Взаимодействие кислотных оксидов со щелочами:



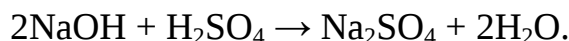
3) Взаимодействие основных и амфотерных оксидов с кислотами:



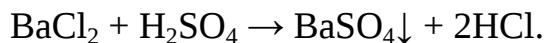
4) Взаимодействие амфотерных оксидов со щелочами (сплавление или действие водного раствора щелочи):



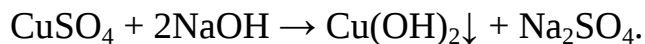
5) Реакция нейтрализации:



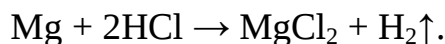
6) Взаимодействие солей с кислотами:



7) Взаимодействие солей со щелочами:



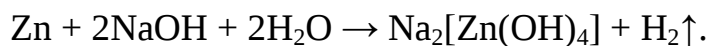
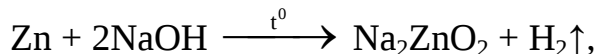
8) Взаимодействие металлов, стоящих в ряду напряжений металлов до водорода, с разбавленными кислотами:



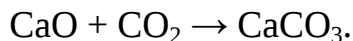
9) Взаимодействие металлов с концентрированными кислотами:



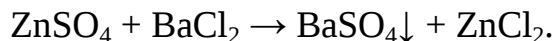
10) Взаимодействие переходных металлов со щелочами (сплавление или действие водного раствора щелочи):



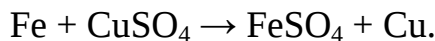
11) Взаимодействие основных и кислотных оксидов:



12) Взаимодействие солей друг с другом:



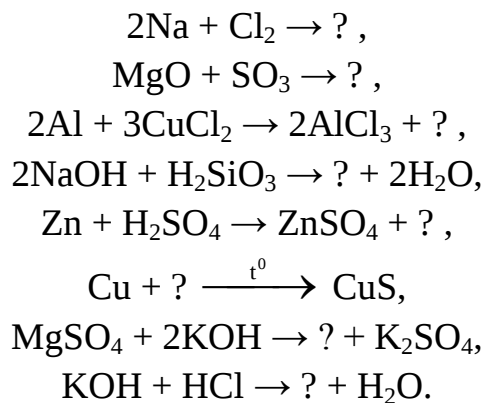
13) Взаимодействие металлов с растворами солей:



Более сложные способы получения солей вы сможете узнать самостоятельно.

Проверьте свои знания!

Допишите следующие реакции, уравняйте их и назовите все соли, которые в них встречаются:



ПЕРЕМЕНА!

Разгадайте метаграмму:

Два элемента химических
В метаграмме я вам загадал:
С **Х** – элемент металлический,
А с **Б** – я уже неметалл.

ГЛАВА 3. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОСНОВНЫХ КЛАССОВ СОЕДИНЕНИЙ НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

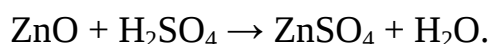
3.1. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОКСИДОВ

Химические свойства основных и кислотных оксидов удобно рассмотреть в сравнении друг с другом.

ОСНОВНЫЕ ОКСИДЫ	КИСЛОТНЫЕ ОКСИДЫ
Взаимодействие с водой (реакция протекает, если в результате получается сильная или средней силы кислота / щелочь)	
$\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{LiOH}$ $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$	$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$ $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_3\text{PO}_4$
Взаимодействие с кислотами $\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	Взаимодействие со щелочами $\text{CO}_2 + \text{Ca(OH)}_2 (\text{изб}) \rightarrow \rightarrow \text{CaCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O}$
Взаимодействие с кислотными оксидами $\text{CaO} + \text{SiO}_2 \xrightarrow{t^0} \text{CaSiO}_3$	Взаимодействие с основными оксидами $\text{SO}_2 + \text{K}_2\text{O} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_3$
Взаимодействие с восстановителями	
$\text{FeO} + \text{CO} \xrightarrow{t^0} \text{Fe} + \text{CO}_2$	$\text{SiO}_2 + 2\text{Mg} \xrightarrow{t^0} 2\text{MgO} + \text{Si}$
Взаимодействие с окислителями	
$2\text{Cu}_2\text{O} + \text{O}_2 \xrightarrow{t^0} 4\text{CuO}$	$\text{P}_2\text{O}_3 + \text{O}_2 \xrightarrow{t^0} \text{P}_2\text{O}_5$

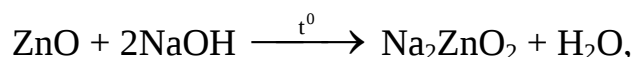
Напомним, что амфотерные оксиды – это оксиды, которые могут реагировать как с кислотами, так и со щелочами, например:

1) Взаимодействие с кислотами:

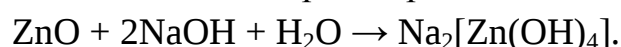


2) Взаимодействие со щелочами:

а) при сплавлении твердых веществ



б) при взаимодействии с водным раствором щелочи:

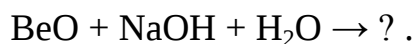
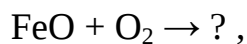
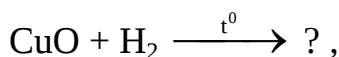
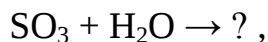
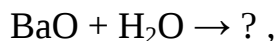


Мы уже встречались с соединениями, которые образуются в этих реакциях, но не называли их. Пришло время это сделать: Na_2ZnO_2 – цинкат натрия,

$\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ – тетрагидроксоцинкат натрия. Также следует напомнить, что эти соединения относятся к классу солей.

Проверьте свои знания!

Допишите следующие реакции, уравняйте их и определите их тип (соединение, разложение, замещение или обмен):



УРА! ПЕРЕМЕНА!

Разгадайте логогриф:

Музыкальный инструмент

Возьмите за основу.

К нему прибавьте **БАЗ** иль **КОБ**

И все прочтите снова.

Продукт вулканический

Предстанет пред Вами;

И элемент химический,

Что добавляют в сплавы.

3.2. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА КИСЛОТ

Рассмотрим общие и специфические свойства, характерные для кислот, в следующей таблице.

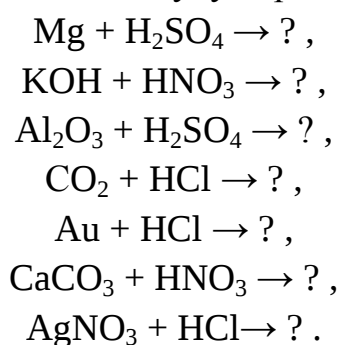
Общие свойства	Специфические свойства
Взаимодействие с металлами (правило Бекетова): а) металлы, стоящие в ряду напряжений металлов до водорода, вытесняют водород из разбавленных кислот, например: $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow.$ б) металлы, стоящие в ряду напряжений металлов после водорода с разбавленными кислотами не реагируют, например: $\text{Cu} + \text{HCl} \neq.$	Взаимодействие с металлами: а) концентрированной серной кислоты С концентрированной серной кислотой не реагируют такие металлы, как Fe, Al, Ni, Cr, Pt, Au, Pb, Ag; но при нагревании реакция возможна для Fe и Al. В зависимости от степени измельчения металла при взаимодействии с концентрированной серной кислотой могут образовываться разные продукты, например, в реакции цинка с кислотой: – если цинк порошкообразный, то выделяется сероводород: $4\text{Zn} + 5\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})} \rightarrow 4\text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{S}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O},$ – если цинк находится в виде стружки, то образуется сера: $3\text{Zn} + 4\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})} \rightarrow 3\text{ZnSO}_4 + \text{S}\downarrow + 4\text{H}_2\text{O},$ – если цинк находится в виде гранул, то образуется оксид серы (IV): $\text{Zn} + 2\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})} \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{SO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}.$ б) концентрированной и разбавленной азотной кислоты С концентрированной азотной кислотой не реагируют следующие металлы: Fe, Al, Ni, Cr, Pt, Au; но при

	нагревании реакция протекает в случае использования Fe и Al. <u>Из азотной кислоты металлы никогда не вытесняют водород!</u> Если реагирует концентрированная азотная кислота, то образуется оксид азота (IV), если разбавленная азотная кислота – оксид азота (II). В случае разбавленной кислоты также возможно образование азота (N₂), аммиака (NH₃), оксида азота (I) или нитрата аммония (NH₄NO₃): $\begin{aligned} \text{Cu} + 4\text{HNO}_3 (\text{конц}) &\rightarrow \\ &\rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}, \\ 3\text{Cu} + 8\text{HNO}_3 (\text{разб}) &\rightarrow \\ &\rightarrow 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}, \\ 4\text{Mg} + 10\text{HNO}_3 (\text{очень разб}) &\rightarrow \\ &\rightarrow 4\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}. \end{aligned}$
Взаимодействие с основными и амфотерными оксидами: $\begin{aligned} \text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 &\rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}, \\ \text{ZnO} + 2\text{HNO}_3 &\rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}. \end{aligned}$	Взаимодействие концентрированных кислот с неметаллами: Такие реакции протекают, как правило, при нагревании с образованием различных продуктов, например: $\begin{aligned} 3\text{C} + 4\text{HNO}_3 (\text{конц}) &\rightarrow \\ &\rightarrow 3\text{CO}_2 + 4\text{NO}\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}, \\ \text{S} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц}) &\rightarrow 3\text{SO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}. \end{aligned}$ Кремний не реагирует ни с одной кислотой, кроме плавиковой (HF).
Реакция нейтрализации: $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}.$	Реакции восстановления: $\begin{aligned} \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{S} &\rightarrow 3\text{S} + \text{H}_2\text{O}, \\ \text{HNO}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} &\rightarrow \text{HNO}_3 + 2\text{HCl}. \end{aligned}$
Взаимодействие с солями: Реакции кислот с солями протекают, если наличествуют признаки протекания реакций ионного обмена	

до конца, то есть образуются осадок, газ или вода, например: $K_2SiO_3 + 2HNO_3 \rightarrow 2KNO_3 + H_2SiO_3\downarrow$.	
Разложение неустойчивых кислот: $H_2CO_3 \rightarrow H_2O + CO_2\uparrow$, $H_2SO_3 \rightarrow H_2O + SO_2\uparrow$, $H_2SiO_3 \xrightarrow{t^0} H_2O + SiO_2$.	

Проверьте свои знания!

Допишите следующие реакции, уравняйте их и определите их тип (обратите внимание на то, что не все из них будут протекать):



ПЕРЕМЕНА!

Расшифруйте шараду:

К предлогу и ноте
Время года добавьте,
Из всех этих букв
Лантаноид составьте.

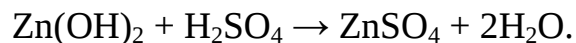
3.3. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОСНОВАНИЙ

Химические свойства щелочей и не растворимых в воде оснований мы рассмотрим в сравнении.

Щелочи	Не растворимые в воде основания
Взаимодействие с кислотами	
$\text{KOH} + \text{HCl} \rightarrow$ допиши реакцию!	$\text{Fe(OH)}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ $\rightarrow$ допиши реакцию !
Взаимодействие с кислотными оксидами: $\text{SO}_2 + 2\text{KOH}_{(\text{изб})} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}.$	Разложение нерастворимых оснований при нагревании: $\text{Cu(OH)}_2 \xrightarrow{t^0} \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}.$
Взаимодействие с солями: Реакции щелочей с солями протекают, если наличествуют признаки протекания реакций ионного обмена до конца, то есть образуются осадок, газ или вода, например: $\text{FeCl}_3 + 3\text{NaOH} \rightarrow$ допиши реакцию!	
Взаимодействие с переходными металлами: $\text{Zn} + 2\text{NaOH} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow$ $\rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn(OH)}_4] + \text{H}_2\uparrow.$	
Взаимодействие с амфотерными оксидами: $\text{BeO} + 2\text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ $\rightarrow \text{K}_2[\text{Be(OH)}_4].$	
Взаимодействие с амфотерными основаниями: $\text{Zn(OH)}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn(OH)}_4].$	
Взаимодействие с неметаллами: $\text{Si} + 2\text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}_2\text{SiO}_3 + 2\text{H}_2\uparrow.$	

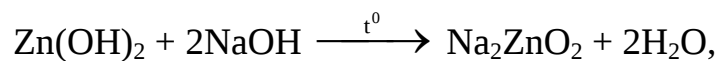
Амфотерные основания представляют собой основания, которые могут реагировать как с кислотами, так и со щелочами, например:

1) Взаимодействие с кислотами:

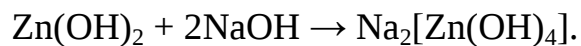


2) Взаимодействие со щелочами:

а) при сплавлении твердых веществ

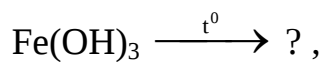
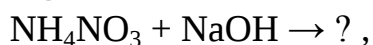
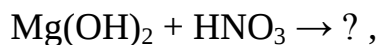


б) при взаимодействии с водным раствором щелочи



Проверьте свои знания!

Допишите следующие реакции, уравняйте их и определите их тип:



А сейчас ПЕРЕМЕНА!

Разгадайте ребус:

Животное из отряда грызунов

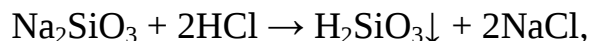
As”

3.4. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА СОЛЕЙ

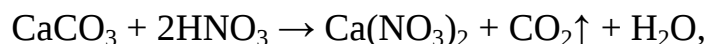
Для солей характерны следующие химические реакции:

1) Взаимодействие солей с кислотами (должны наличествовать признаки протекания реакций ионного обмена до конца):

а) образуется осадок



б) выделяется газ

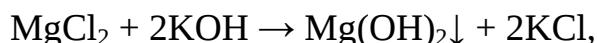


в) образуется вода



2) Взаимодействие солей со щелочами (должны наличествовать признаки протекания реакций ионного обмена до конца):

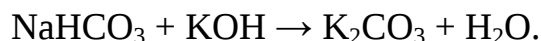
а) образуется осадок



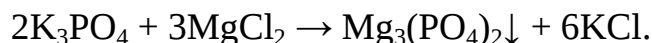
б) выделяется газ



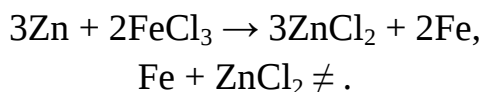
в) образуется вода



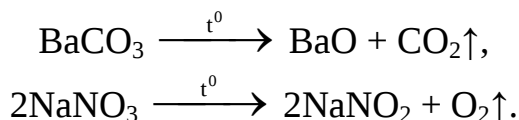
3) Взаимодействие солей с солями (с образованием нерастворимого соединения):



4) Взаимодействие металлов с солями (более активный металл вытесняет менее активный металл из водных растворов солей):

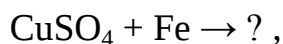
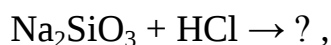
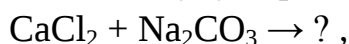


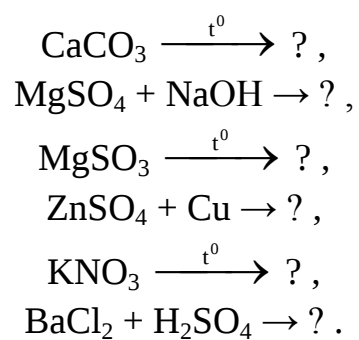
5) Разложение солей при нагревании:



Проверьте свои знания!

Допишите следующие реакции, уравняйте их и определите их тип (обратите внимание на то, что не все из них будут протекать):





СНОВА ПЕРЕМЕНА!

Разгадайте ребус:

Остров в центре Малайского архипелага



ГЛАВА 4. ПРИМЕНЕНИЕ ОСНОВНЫХ КЛАССОВ СОЕДИНЕНИЙ НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Вы прекрасно знаете, что все химические соединения играют важную роль в природе и жизни человека. Человек нашел применение многим веществам, чтобы его жизнь стала лучше. В настоящее время многие протестуют против химии, но если осмысленно подойти к роли химии в природе и жизни человека, то окажется, что мы совсем не сможем обойтись без определенных веществ и процессов их превращений.

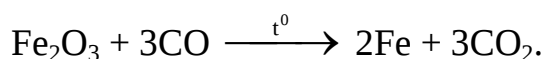
4.1. ПРИМЕНЕНИЕ ОКСИДОВ

Многие оксиды металлов составляют горную породу Земли. Человек научился добывать металлы из этих руд, например, из боксита (оксида алюминия) получать алюминий по реакции:



Этот процесс проводят в специальных электролитических ваннах в присутствии криолита, температуру плавления поддерживают благодаря очень высокой силе тока, которая достигает 250 кА при напряжении 4 В.

Из оксида железа (Fe_3O_4 – смешанный оксид, образованный из двух других оксидов Fe_2O_3 и FeO) получают железо. Эту руду также называют магнитным железняком. Процесс выделения железа проводят в доменных печах, в которых нагревают руду, кокс (уголь) и флюсы (для удаления примесей). При этом протекает следующая реакция:



Оксиды неметаллов также широко используются человеком. Первое место в жизни человека занимает вода, без которой вообще не может быть жизни на Земле. Оксид серы (IV) применяют для отбеливания шерсти, шелка, соломы, консервирования фруктов и овощей, дезинфекции. Из многих оксидов неметаллов получают кислоты, соли, которые в дальнейшем используют в химической промышленности, медицине, сельском хозяйстве и военной промышленности. Оксид кремния (IV) используется в керамике, в производстве стекла и цемента. Оксид углерода (IV) – углекислый газ – содержится в выдыхаемом нами воздухе, в продуктах горения углеводородного сырья (древесины, природного газа, нефти и др.).

О других областях применения оксидов металлов и неметаллов вы сможете узнать самостоятельно и рассказать потом об этом одноклассникам.

4.2. ПРИМЕНЕНИЕ КИСЛОТ

О применении кислот можно говорить много: производство красителей, моющих и парфюмерных средств, лекарственных препаратов, взрывчатых веществ, использование в качестве консервантов и др. Одна только серная кислота широко используется в производстве удобрений, минеральных кислот, солей, синтетических моющих средств, для получения дымообразующих и взрывчатых веществ, красителей, для травления металлов, в аккумуляторах и т.д. Фосфорную кислоту H_3PO_4 используют для производства удобрений и кормовых добавок, она является ценным катализатором, компонентом антикоррозионных покрытий, очищенную фосфорную кислоту применяют для придания кислого вкуса безалкогольным напиткам и для осветления сахара.

Об областях применения других кислот вы сможете узнать самостоятельно и также рассказать об этом на уроке химии.

Техника безопасности! Обращаться с кислотами нужно очень осторожно! Если кислота попала на кожу или одежду, то необходимо пораженное место обильно промыть водой, а затем нейтрализовать раствором соды!

4.3. ПРИМЕНЕНИЕ ОСНОВАНИЙ

Растворимые основания, как вы помните, называются щелочами, они тоже имеют широкое применение (в производство минеральных удобрений, красителей, моющих и парфюмерных средств, пластмасс и химических волокон, в строительной промышленности и др.). Например, гидроксид натрия применяют для очистки нефти, масел, в производстве бумаги, искусственных волокон и синтетических моющих средств. Гидроксид калия используют для получения жидкого мыла, а также в качестве электролита в щелочных аккумуляторах. Гидроксид кальция – один из важнейших вяжущих материалов в строительстве, компонент шихты в производстве стекла, смягчитель воды. Гидроксид магния входит в состав зубной пасты. Гидроксид алюминия обладает свойством поглощать различные вещества, поэтому его применяют для очистки воды и в медицине как обволакивающее средство.

Об областях применения других оснований вы сможете узнать самостоятельно, сделав доклад или сообщение на уроке химии.

Техника безопасности! Обращаться со щелочами нужно очень осторожно! Если щелочь попала на кожу или одежду, то необходимо обильно промыть водой поврежденное место, а затем нейтрализовать раствором слабой кислоты!

4.4. ПРИМЕНЕНИЕ СОЛЕЙ

Соли находят более широкое применение, чем оксиды, кислоты и основания: NaCl (поваренная соль) является пищевой добавкой, сырьем для получения едкого натрия (NaOH), а также соды и других веществ; NaHCO₃ (питьевая сода) используется при выпечке хлеба, а также в качестве болеутоляющего средства при повышенной кислотности желудка; Na₂SO₄•10H₂O (горькая соль, глауберова соль) и KMnO₄ (перманганат калия, марганцовка) используются в медицине; Na₂CO₃ (кальцинированная сода) используется в строительстве, при производстве мыла и стиральных порошков; CaCO₃ (мел, известняк, мрамор) входит в состав раковин морских организмов; AgI, AgBr, AgCl используются в фотографии; CaSO₄•2H₂O (гипс) используется в строительстве, в медицине; KNO₃ (калийная селитра), Ca(H₂PO₄)₂ (суперфосфат), CuSO₄•5H₂O (медный купорос), FeSO₄•7H₂O (железный купорос) используются в качестве удобрений.

УРА, ПЕРЕМЕНА!

Превратите азот в неон, меняя в каждом предыдущем слове только одну букву.

Б	Р	О	М
У	Р	А	Н

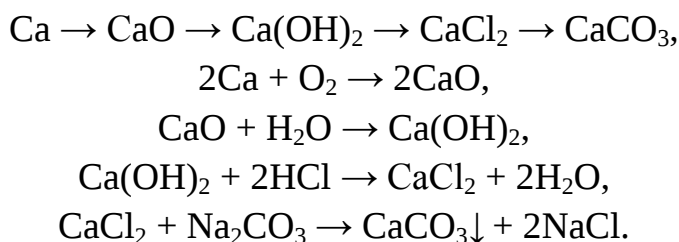
4.5. ОБОБЩЕНИЕ И ЗАКРЕПЛЕНИЕ ИЗУЧЕННОГО МАТЕРИАЛА

А сейчас пришло время научиться составлять уравнения химических реакций и даже записывать цепочки превращений веществ. Вы, наверное, заметили, что многие реакции повторялись в процессе того, как мы изучали химические свойства основных классов соединений неорганической химии и методы их получения. И это не случайно! Действительно, все классы соединений неорганической химии взаимосвязаны, так как одно вещество можно получить из другого при помощи определенных химических превращений. Например, из металла можно получить оксид, из оксида – основание, а из основания – соль.

Активные металлы (металлы первой и второй групп главных подгрупп) вступают в следующие превращения (исключение составляет бериллий):



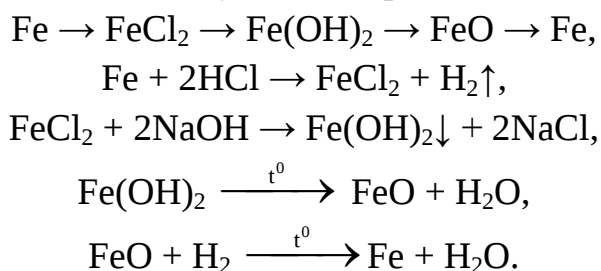
Например, цепочка превращений кальция и его соединений, а также все реакции могут быть записаны следующим образом:



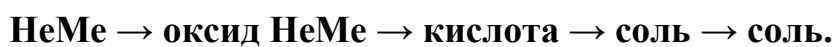
С другой стороны, малоактивные металлы (они образуют нерастворимые основания) вступают в другие химические превращения, которые можно описать с помощью схемы:

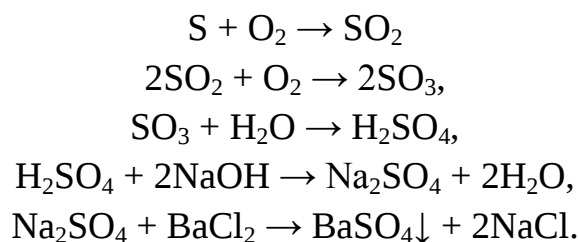


Например, цепочка превращений железа и его соединений, а также все реакции могут быть записаны следующим образом:



Неметаллы также могут вступать в химические превращения по следующей схеме:





Безусловно, также возможны и другие схемы превращений металлов, неметаллов и их соединений. О них вы узнаете в процессе дальнейшего изучения химии.

А теперь проверьте свои знания, выполнив небольшие тесты. Их нам подготовил Шпатель.

Тест №2.

Вариант №1.

А 1. С каким металлом будет реагировать раствор серной кислоты?

- 1) Cu;
- 2) Hg;
- 3) Fe;
- 4) Au.

А 2. При взаимодействии MgO с HNO₃ образуется...

- 1) нитрат магния;
- 2) фосфат магния;
- 3) нитрит магния;
- 4) хлорид магния.

А 3. Что образуется при взаимодействии щелочи и кислоты?

- 1) соль и кислота;
- 2) соль и оксид;
- 3) две соли;
- 4) соль и вода.

А 4. Сумма коэффициентов в реакции $\text{K}_2\text{O} + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ равна...

- 1) 2;
- 2) 4;
- 3) 5;
- 4) 6.

В 1. С каким(-ми) соединением(-ями) реагирует оксид цинка:

- 1) H_2SO_4 ;
- 2) H_2O ;
- 3) NaOH ;
- 4) CO .

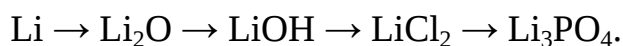
В 2. Найдите соответствие между веществами и продуктами реакции между ними:

- | | |
|--|---|
| 1) $\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow$ | а) CaCl_2 ; |
| 2) $\text{Ca} + \text{Cl}_2 \rightarrow$ | б) $\text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$; |
| 3) $\text{CaO} + \text{HCl} \rightarrow$ | в) CaO ; |
| | г) $\text{CaCl}_2 + \text{H}_2$. |

В 3. Гипс применяют...

- 1) в медицине;
- 2) в пищевой промышленности;
- 3) в строительстве;
- 4) в машиностроении.

С 1. Составь уравнения реакций, описывающих превращения веществ в следующей схеме:



Вариант №2.

А 1. С каким металлом будет реагировать раствор соляной кислоты?

- 1) Pt ;
- 2) Hg ;
- 3) Au ;
- 4) Mg .

А 2. При взаимодействии CaO с H_2SO_4 образуется...

- 1) нитрат кальция;
- 2) фосфат кальция;
- 3) нитрит кальция;
- 4) сульфат кальция.

А 3. Что образуется при взаимодействии оксида металла и кислоты?

- 1) соль и кислота;
- 2) соль и оксид;
- 3) две соли;
- 4) соль и вода.

А 4. Сумма коэффициентов в реакции $\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ равна...

- 1) 2;
- 2) 4;
- 3) 5;
- 4) 6.

В 1. С каким(-ми) соединением(-ями) реагирует оксид натрия:

- 1) H_2SO_4 ;
- 2) H_2O ;
- 3) NaOH ;
- 4) CO .

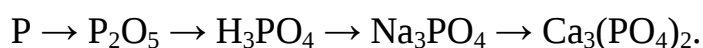
В 2. Найдите соответствие между веществами и продуктами реакции между ними:

- | | |
|--|--|
| 1) $\text{C} + \text{O}_2 \text{ (изб)} \rightarrow$ | а) H_2CO_3 ; |
| 2) $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ | б) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2$; |
| 3) $\text{CO}_2 + \text{NaOH} \text{ (изб)} \rightarrow$ | в) CO_2 ; |
| | г) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$. |

В 3. Пищевую соду используют...

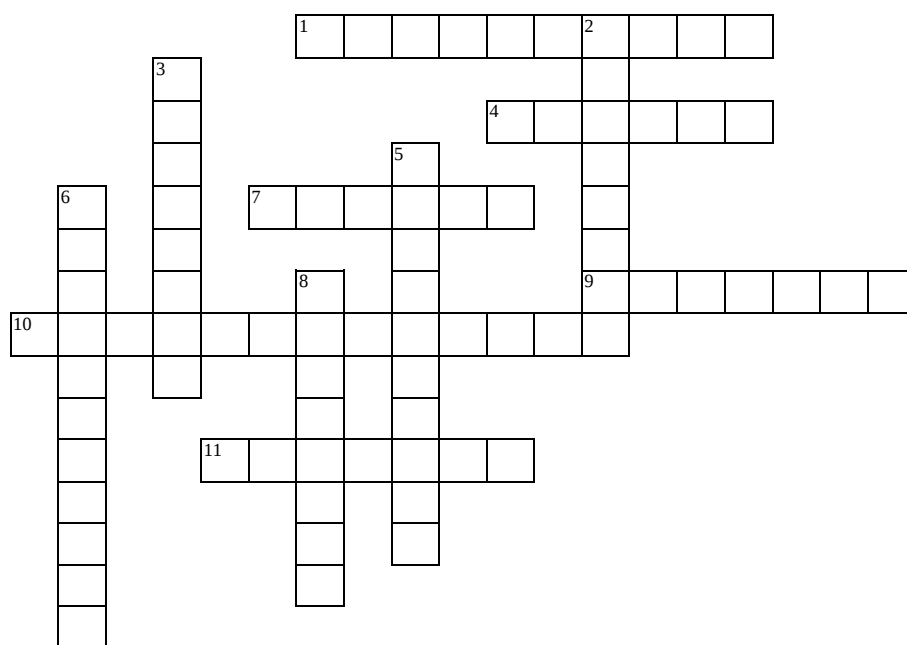
- 1) в производстве резины;
- 2) в пищевой промышленности;
- 3) в строительстве;
- 4) в искусстве.

С 1. Составьте уравнения реакций, описывающих превращения веществ в следующей схеме:



ЗАКЛЮЧЕНИЕ

Ну, вот и пришла пора расставаться. Не знаю, как вам, но мне грустно. С вами было очень приятно проводить время, учиться, играть... Вы – классные ребята! В качестве домашнего задания мы, Колбочка и Шпатель, предлагаем интегрированный кроссворд, слова в котором объединены понятием «Время» в таких предметных областях, как химия, биология, физика и др. Попробуйте разгадать его!



Вопросы по горизонтали:

1. Автор музыкального цикла «Времена года».
4. Сплав меди и олова, названием которого обозначается целый этап развития человечества.
7. Одна из многочисленных единиц измерения времени.
9. Автор трилогии «Детство. Отрочество. Юность».
10. Повторяемость явлений через определенные промежутки времени.
11. Группа низкомолекулярных органических соединений, объединенная по признаку необходимости их для организма в качестве составной части пищи. В переводе с греческого языка это слово означает «жизнь».

Вопросы по вертикали:

2. Величина, характеризующая быстроту изменения скорости и направление движения материальной точки в пространстве относительно выбранной системы отсчета.

3. Понятие, характеризующее изменение наследственных признаков популяции организмов в течение нескольких поколений, неразрывно связанное с Чарльзом Дарвином.

5. Прибор для измерения времени.

6. Временной этап политических и экономических реформ, осуществлявшихся в СССР в 1986-1991 годах.

8. Раздел физики и химии, изучающий закономерности протекания процессов во времени.

Успехов и удачи вам во всех начинаниях, не бойтесь трудностей и любите интереснейшую науку – химию!

ПРАВИЛА ТЕХНИКИ БЕЗОПАСНОСТИ НА УРОКАХ ХИМИИ

1. Без указания учителя не смешивайте неизвестные вещества.
2. Вещества нельзя брать руками и проверять их на вкус.
3. Всегда пользуйтесь только чистой лабораторной посудой.

4. При выполнении опытов пользуйтесь небольшими дозами веществ. Если в описании лабораторной работы рекомендуется брать немного данного вещества, то следует помнить, что твердого вещества требуется примерно третья часть чайной ложки, а жидкости – 1–2 мл.



5. При выяснении запаха веществ нельзя подносить сосуд близко к лицу, так как вдыхание паров и газов может вызвать раздражение дыхательных путей. Для ознакомления с запахом нужно ладонью руки сделать движение от отверстия сосуда к носу.

6. Нагревая химическую жидкость, отверстие емкости нужно направлять в противоположную от людей сторону.

7. Пользуясь спиртовкой, нельзя ее зажигать от другой спиртовки, так как может пролиться спирт и возникнет пожар.

8. Чтобы погасить пламя спиртовки, ее следует закрыть колпачком.

9. Остатки веществ не высыпайте (не вливайте) обратно в сосуд с чистыми веществами, а ссыпайте (вливайте) в специальную емкость.

10. Особую осторожность соблюдайте при работе с кислотами и щелочами.



Если случайно кислота или щелочь попадет на руки или одежду, то немедленно смойте их большим количеством воды.

11. При разбавлении кислот водой всегда помните следующее правило: кислоты следует медленной струей при перемешивании добавлять в воду, а не наоборот.

12. После окончания работы химические реактивы и лабораторную посуду следует поставить в специальные контейнеры, выдаваемые каждой группе учащихся.

13. На столе не должны находиться открытые емкости с химическими веществами.

14. Не следует приносить в кабинет химии продукты питания.



ПРИМЕРНЫЕ ТЕМЫ ДОКЛАДОВ И РЕФЕРАТОВ ДЛЯ УЧАЩИХСЯ

1. История открытия химических элементов (на примере одного химического элемента).
2. Открытие и значение закона сохранения массы.
3. Жизнь и деятельность М.В. Ломоносова.
4. Основные классы неорганических соединений.
5. Минералы и драгоценные камни.
6. Сельское хозяйство и химия.
7. Взаимосвязь между классами неорганических соединений.
8. Развитие пищевой промышленности.
9. Круговорот кислорода и углекислого газа на Земле.
10. Продовольственная проблема и химия.
11. Материалы для современной техники.
12. Искусственные кристаллы.
13. Использование новых технологий в промышленности.
14. Экологические проблемы человечества.
15. Экология и здоровье человека.
16. Экология: загрязнение водных ресурсов.
17. Экология: загрязнение атмосферы.
18. Экология: загрязнение литосферы.
19. Переработка и утилизация промышленных отходов.
20. Экологические проблемы Ивановской области.
21. Проблемы создания экологически чистого двигателя.
22. Химическое и биологическое оружие.
23. Химические элементы в организме человека.
24. Химические средства гигиены.

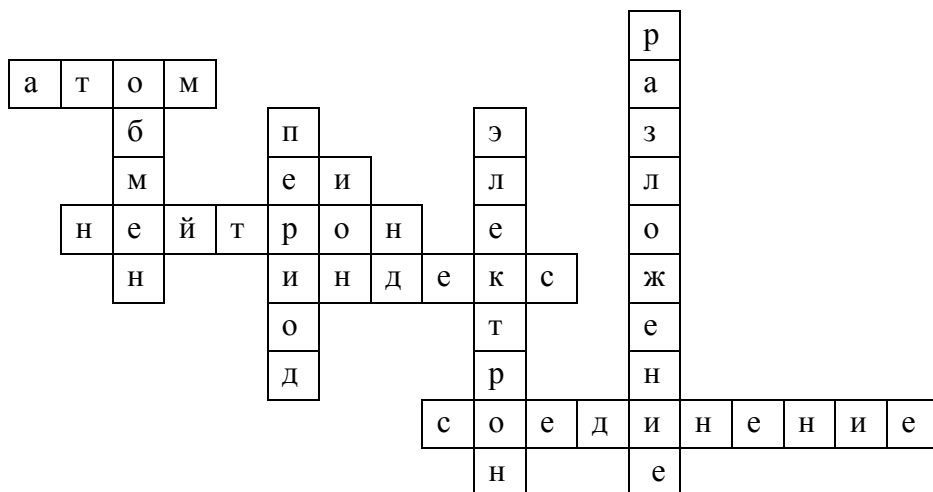
ОТВЕТЫ НА НЕКОТОРЫЕ ЗАДАНИЯ

Введение.

Головоломка: а) магний, алюминий, кремний; б) сера, серебро; в) фтор, фосфор, хлор.

Шарады: группа, период.

Кроссворд:



Глава 1.

1.1. Нора.

1.2. Известь.

1.3. Медведь.

1.4. Ураган.

1.5. Колба.

Глава 2.

2.1. Олово.

2.2. Цинк.

2.3. Плотина.

2.4. Хром, бром.

Глава 3.

3.1. Альт.

3.2. Празеодим.

3.3. Мышь.

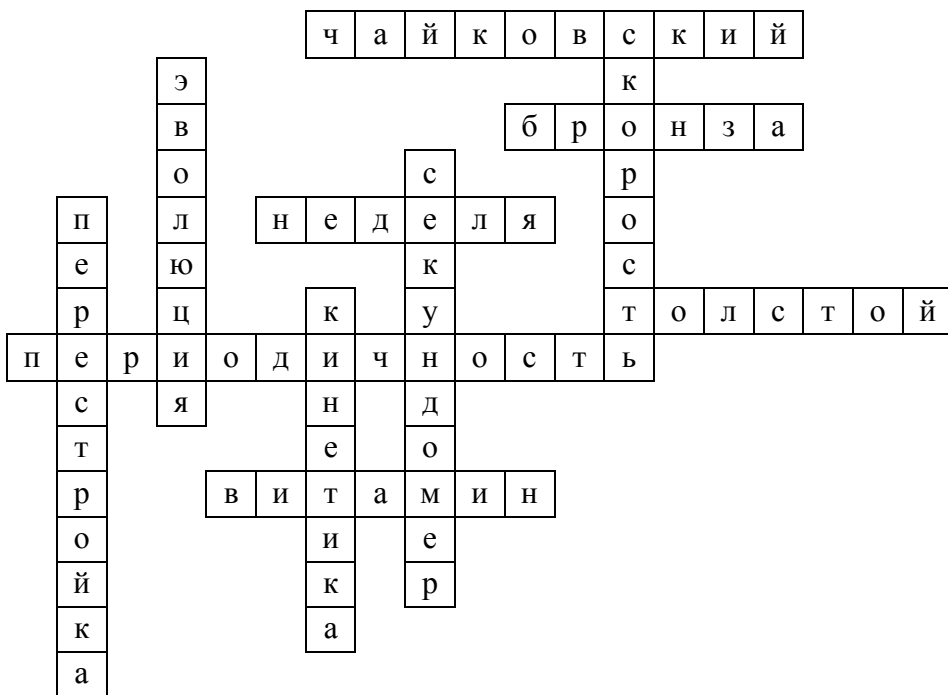
3.4. Борнео.

Глава 4.

Б	Р	О	М
Г	Р	О	М
Г	Р	О	Т
К	Р	О	Т
К	Р	О	Н
К	Р	А	Н
У	Р	А	Н

Заключение.

Кроссворд:



БИБЛИОГРАФИЯ

1. Ахметов, М.А. Индивидуально ориентированное обучение химии в общеобразовательной школе: монография / М.А. Ахметов. – Ульяновск: УИ-ПКПРО, 2009. – 260 с.
2. Боровских, Т.А. Индивидуализация обучения химии на основе современных образовательных технологий / Т.А. Боровских. – М.: МПГУ. Виртуальная галерея, 2011 – 217 с.
3. Габриелян, О.С. Химия. 8 класс: учебник / О.С. Габриелян. – М: Дрофа, 2013. – 288 с.
4. Габриелян, О.С. Химия. 9 класс: учебник / О.С. Габриелян. – М: Дрофа, 2014. – 320 с.
5. Гуревич, А.Е. Физика. Химия. 5–6 кл.: учебник для общеобразовательных учебных учреждений / А.Е. Гуревич, Д.А. Исаев, Л.С. Понтанк. – М.: Дрофа, 1997. – 192 с.
6. Карапетьянц, М.Х. Общая и неорганическая химия / М.Х. Карапетьянц, С.И. Дракин. – 3-е изд. – М.: Химия, 1994. – 532 с.
7. Оржековский, П.А. Творчество учащихся на практических занятиях по химии: книга для учителя / П.А. Оржековский, В.Н. Давыдов, Н.А. Титов, Н.В. Богомолова. – М.: АРКТИ, 1999. – 152 с.
8. Румянцев, Е.В. Химии летом – Да! Учебно-методические материалы, рекомендации, дневник и расписание работы Летней школы юных химиков 2014 года: учебно-методическое пособие / Е.В. Румянцев, Ю.С. Марфин, А.В. Соломонов, А.С. Вашурин, М.В. Шепелев. – Иваново: Изд-во ИГХТУ, 2014. – 95 с.
9. Шепелев, М.В. Интегрированные уроки: из опыта работы с одаренными детьми / М.В. Шепелев // Химия в школе. – 2013. – №2. – С. 30–34.
10. Шепелев, М.В. Как развить химические способности учащихся младшего школьного возраста / М.В. Шепелев, А.С. Вашурин // Химия в школе. – 2014. – №5. – С. 38–42.
11. Шепелев, М.В. Формирование и развитие творческих способностей учащихся на практических занятиях по химии / М.В. Шепелев // Химия в школе. – 2013. – №7. – С. 46–50.
12. Шепелев, М.В. Химия. 5-6 кл. Дополнительный материал к учебнику «Физика. Химия. 5-6 кл.» / М.В. Шепелев, И.П. Гуськов. – Иваново: Автономное учреждение «Институт развития образования Ивановской области», 2009. – 136 с.

Учебное издание

Дамрина Ирина Израиловна
Шепелев Максим Владимирович

**ПУТЕШЕСТВИЕ В МИР ХИМИИ,
ИЛИ ПРОСТО О СЛОЖНОМ**